

**Міністерство освіти і науки, молоді та спорту України
Тернопільський національний технічний університет
імені Івана Пулюя**

**Кафедра
харчової біотехнології
та хімії**

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

**до виконання лабораторних робіт
з курсу «Загальна хімія»
(частина I)**

для студентів всіх форм навчання

Галузь знань: 16. Хімічна та біотехнології

Спеціальність ступеня «Бакалавр»: 163. Біомедична інженерія

Спеціалізація «Біомедична інженерія»

Тернопіль 2016

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт (частина 1) з курсу «Загальна хімія» для студентів всіх форм навчання спеціальності ступеня «Бакалавр» 163. Біомедична інженерія-Тернопіль: ТНТУ, 2016 -с.49

Укладачі:	ст. викл. Джур Я.Б.
Рецензент:	д.б.н., проф. Покотило О.С.
Відповідальний за випуск	ст. викладач Джур Я.Б.

Методичні вказівки розглянуті і затверджені на засіданні кафедри харчової біотехнології та хімії

Протокол №7 від 13.06.2016р.

Схвалені засіданням методичної ради факультету інженерії машин, споруд та технологій ТНТУ ім. І.Пулюя.

Протокол №2 від 15.06.2016р.

Зміст

Вступ	3
1. Лабораторна робота №1.	
Мірний посуд. Терези та правила зважування на них	4
2. Лабораторна робота №2.	
Основні поняття та закони хімії	14
3. Лабораторна робота №3.	
Класи неорганічних сполук	23
4. Лабораторна робота №4.	
Періодичний закон і періодична система Д.І. Менделєєва.	
Будова атома. Хімічний зв'язок.	32
Література	48

ВСТУП

Запропоновані методичні вказівки (ч.I, II та III) призначені для студентів спеціальності ступеня «Бакалавр» 163. Біомедична інженерія Тернопільського національного технічного університету. В цих методичних вказівках звертається увага на найважливіші питання і послідовність засвоєння матеріалу тієї чи іншої теми згідно робочої програми для даного напрямку підготовки бакалаврів.

Метою лабораторного практикуму з курсу «Загальна хімія» є закріпити теоретичний курс і привити студентам навички роботи в хімічній лабораторії. Крім того, лабораторні роботи знайомлять студентів з принципами і методами наукових досліджень, розвивають творче хімічне мислення. Розглянуті питання в цих методичних вказівках полегшать підготовку студентів до занять і до модульних контролів. Для виконання лабораторних робіт підібрані найбільш раціональні методики, в залежності від спеціалізації студентів та матеріально – технічної бази хімічної лабораторії.

Кожна робота містить теоретичну частину до кожної теми, де зазначені основні поняття, визначення та закони. Також містяться ретельно підібрані контрольні питання, які студент має виконати самостійно в письмовій формі, перш ніж приступити до виконання лабораторної роботи.

Лабораторна робота № 1

Тема: Мірний посуд. Терези та правила зважування на них

Мета: Ознайомитися з хімічним посудом, який використовується для вимірювання об'єму та з приладами які використовуються для зважування

Теоретичні відомості

Мірний посуд. Для вимірювання об'єму рідин використовують градуйований мірний посуд.

Мірні циліндри – скляний товстостінний посуд з нанесеними на зовнішній стінці поділками, які вказують об'єм рідини в мілілітрах (рис.1). Вони бувають різної ємності від 5÷10мл до 1л і більше. Щоб відміряти необхідний об'єм рідини, її наливають в мірний циліндр, поки нижній меніск не досягне рівня необхідної поділки. Для спеціальних робіт використовують циліндри з притертими пробками.

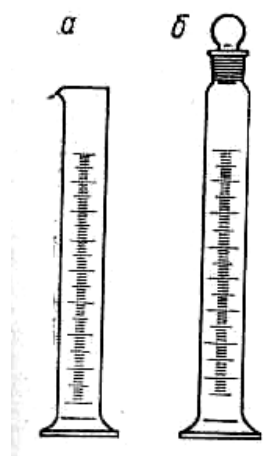


Рис. 1. Мірні циліндри:
а) з носиком; б) з пришліфованою пробкою

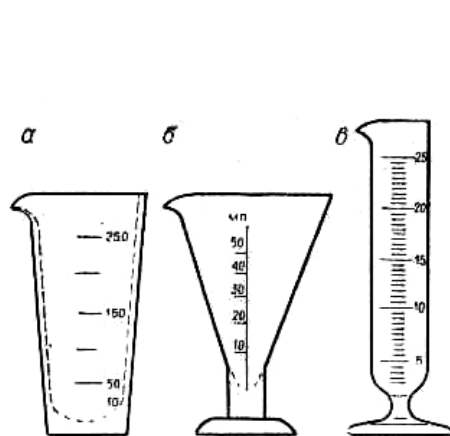


Рис.2. Мензурки: а) без підставки; б) конічна з підставкою; в) циліндрична з підставкою

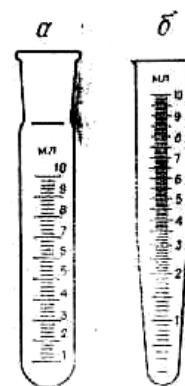


Рис.3 Градуйовані пробірки

Крім циліндрів для вимірювання об'єму користуються **мензурками** (рис.2). Це посуд конічної форми, на стінках якого є поділки. Найменша ціна поділки складає 10% для мензурок ємністю 50, 100, 250мл і 5% для мензурок ємністю 500, 1000мл.

Градуйовані пробірки поділяються на мірні (рис.3а) та центрифужні (рис.3б). Мірні пробірки використовуються для проведення в невеликих

кількостях простих хімічних операцій зі зміною об'єму, а також як мірні циліндри. Центрифужні для одночасного вимірювання об'єму осаду і рідини після центрифугування.

Піпетки (рис.4) використовуються для точного відмірювання об'єму рідини. Це скляні трубки невеликого діаметру з розширенням посередині. Нижній кінець піпетки трохи відтягнутий і його діаметр біля 1мм. Піпетки бувають ємністю від 1 до 100мл, у верхній частині є мітка, до якої набирають рідину. Часто використовуються градуйовані піпетки різної ємності, на зовнішній стінці яких нанесені поділки в 0,1мм.

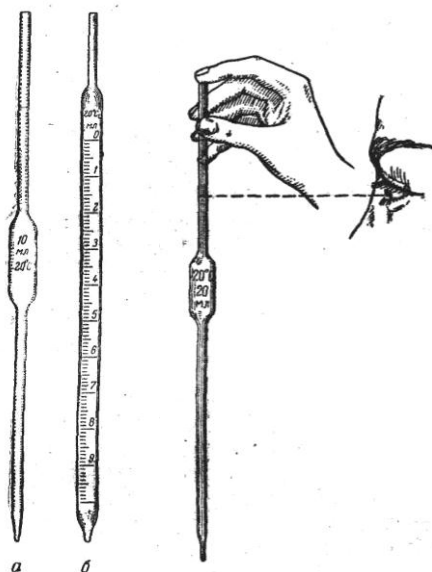


Рис.4. Піпетки: а) проста; б) градуйована.

Рис.5. Положення піпетки при встановленні меніска на рівні мітки

Для наповнення піпетки нижній кінець її опускають в рідину і втягують цю рідину за допомогою гумової груші або ротом. Ротом можна набирати в піпетку лише неагресивні рідини. Рідину піднімають так, щоб вона піднялася на 2 ÷ 3см вище мітки, потім швидко закривають верхній отвір вказівним пальцем правої руки, притримуючи в той самий час піпетку великим та середнім пальцями. Коли піпетка наповнена, послаблюють натиск вказівного пальця, і рідина помаленьку витікає з піпетки. Як тільки нижній меніск рідини буде на одному рівні з міткою (рис.5), пальцем знов закривають отвір і переносять піпетку в інший посуд, забирають вказівний палець і дають можливість стекти рідині по стінці посуду, як показано на рис.6.



Рис.6. Виливання розчину з піпетки

Після того як рідина витече, піпетку тримають ще протягом 5сек. Після чого, не звертаючи увагу на рідину, що залишилася в піпетці, її забирають з колби. Не можна видувати рідину, що залишилася в кінчику піпетки та швидко виливати рідину, тому що при цьому деяка частина рідини залишається на стінках піпетки.

Бюретки використовують при титруванні, для вимірювання точних об'ємів. Бюретки бувають: а) з притертим краном; б) із затискачем; в) з бусинкою (рис.7). В бюретки з краном можна заливати всі рідини, за винятком лугів, які можуть викликати заїдання крана. Для роботи з лугами використовують бюретки із затискачем або з бусинкою в гумовій трубці. На зовнішній стінці по всій довжині бюретки нанесені поділки в 0,1мл. Бюретки закріплюють строго вертикально в лабораторних штативах за допомогою лапок. Бюретки призначені для дуже відповідальної роботи – титрування, тому їх слід тримати в ідеальній чистоті.

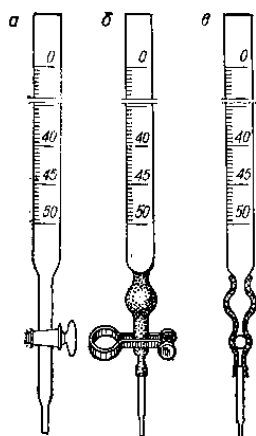


Рис.7. Бюретки прямі: а) з краном; б) з пружинним затискачем; в) з бусинкою.

Мірні колби (рис.8) необхідні для виконання більшості аналітичних робіт. Це плоскодонні колби різної ємності. В більшості випадків мірні колби мають пришліфовані скляні пробки. Розрізняють вузькогорлі та широкогорлі

мірні колби. На горлі колби є кільцева мітка, а на самій колбі є мітка, яка вказує на ємність колби в мілілітрах при визначеній температурі.

Мірні колби використовуються для приготування розчинів молярної та нормальної концентрації.

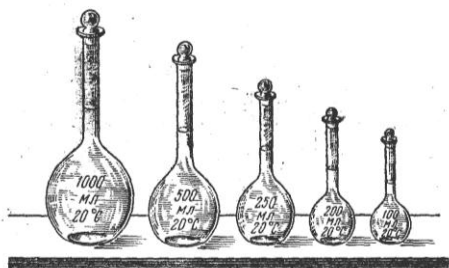


Рис.8. Мірні колби

Правила користування мірним посудом

1. Необхідно користуватися лише добре вимитим мірним посудом. Піпетки і бюретки перед використанням споліскують 2-3 рази невеликими порціями розчину, який збираються відміряти
2. Піпетка при набиранні рідини, бюретка при титруванні повинні завжди знаходитися строго вертикально.
3. Звичайними піпетками не можна відміряти рідини, в'язкість яких дуже відрізняється від в'язкості води, наприклад, концентровані кислоти, луги.
4. При наповненні бюреток необхідно слідкувати за тим, щоб кінчик бюретки був заповнений розчином.
5. Необхідне правильне положення очей спостерігача при відліку показів бюретки.

Терези та правила зважування

Терези призначені для вимірювання маси, гирки служать робочим еталоном маси.

В залежності від точності, з якою будуть проводити зважування, терези поділяються на наступні групи:

- Для грубого зважування (точність до грамів);
- Для точного зважування (точність від 0,01 до 0,1г)
- Аналітичні використовують для макро- та мікрохімічних аналізів при зважуванні з високою та найвищою точністю. В залежності від гранично допустимого навантаження і ціни поділки аналітичні терези поділяються на групи:

	Гранично – допустиме навантаження	Ціна поділки
a. терези для макроаналізу	100÷200г	0,05÷0,1мг
b. Мікроаналітичні	≤20г	≤0,01мг
c. Ультрамикроаналітичні	<1г	0,01÷1мкг

- Спеціальні терези використовуються для визначення величин, які залежать від маси (вагові вологоміри).

Всі терези мають набір гирок. На кожній гирці позначена її маса, яка називається номінальною. Істинна маса звично не дорівнює номінальній.

Терези для точного зважування. Для точного зважування використовують ручні (аптечні), технохімічні та технічні терези.

Найпростішим типом терезів для точного зважування є **Аптечні терези** (рис. 9). Граничне навантаження може бути різним і досягає 100г. Основною робочою силою є коромисло з підвішаними на ньому двома шальками. Коромисло рухомо кріпиться в тримачі з кільцем у верхній частині. Ваги мають вказівну стрілку.

Правила зважування на аптечних терезах.

Для роботи терези навішують на спеціальний штатив або палець лівої руки, тоді лікоть лівої руки спирають на стіл, щоб уникнути зайвих коливань коромисла. Якщо шальки ваг зрівноважені, то стрілка займе вертикальне

положення. Гирки кладуть на праву шальку, речовину, яку зважують - на ліву, попередньо поклавши і зрівноваживши на шальці чистий аркуш паперу.

Аптечні терези незручні в користуванні, тому застосовуються мало.

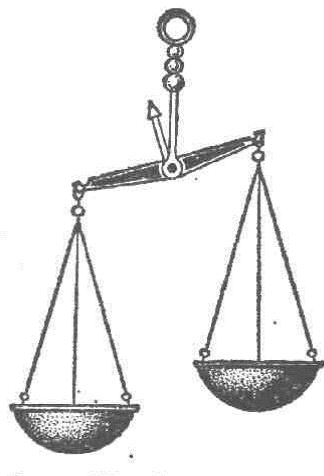


Рис.9. Аптечні терези

Технохімічні терези. Вантажопідйомність технохімічних ваг становить від 200г до кількох кілограм. Допустима похибка вимірювань при найбільшому навантаженні лежить в межах 0,1 – 1,3%.

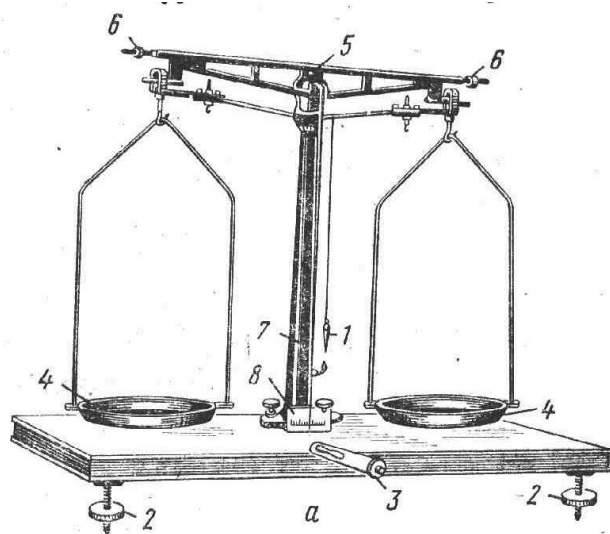


Рис.10. Технохімічні терези

Технохімічні терези встановлюються стаціонарно, у визначеному місці лабораторії в строго горизонтальній площині. Технохімічні терези (рис.10) мають коромисло 5, яке своєю середньою призмою спирається на дві підставки, вмонтовані на вершечку циліндричного стрижня, який міститься всередині поздовжнього каналу колонки 7. Посередині коромисла прикріплено стрілку, положення якої фіксує шкала 8. На бічні призми коромисла підвішано по

«сережці». З «сережки» вниз опущено рамку з дроту, що утримує шальку 4. До колонки 7 на нитці прикріплено загострений знизу висок 1. Якщо цей висок збігається з гострим кінцем закріпленого під ним конуса, то терези займають вертикальне положення. Підставка терезів встановлена на трьох ніжках, одна з яких закріплена посередині позаду підставки, а дві 2 – попереду, з боків підставки. Довжину ніжок можна регулювати, загвинчуючи їх у гайки, закріплені знизу підставки. Обертанням передніх ніжок колонку 7 встановлюють у вертикальне положення. На кінцях коромисла є балансувальні гвинти 6, за допомогою яких терези перед початком роботи врівноважуються. Щоб вберегти ребра призм від зношування, терези мають аретир. В неробочому стані терезів аретир поворотом ручки 3 піднімається вгору і піднімає коромисло так, що призми не торкаються колонки. Поворот ручки аретира у зворотному напрямку приводить терези в робочий стан.

Для зважування застосовують набір точних гирок, розміщених в певному порядку в гніздах футляра (рис.11). Грамові гирки здебільшого нікельовані, але бувають і фарфорові. Найбільша гирка в наборі має масу 500г. Крім грамових гирок ще є міліграмові гирки у вигляді пластинок з алюмінію, нейзельберу або нікелю. Для зручності розпізнавання гирки виготовляють різної форми: п'ятсот- та п'ятидесятиміліграмові – шестигранні, двісті- і двадцятиміліграмові – прямокутні, сто- і десятиміліграмові – трикутні. Кожна міліграмова гирка має зігнутий край або вушко, за яке її беруть пінцетом, коли кладуть на шальки терезів або знімають з них.

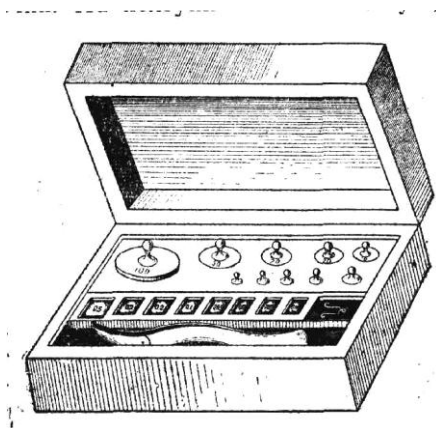


Рис.11 Набір точних гирок

Аналітичні терези. Аналітичні терези є найточнішим і найнеобхіднішим приладом для проведення зважування. Похибка звичайного аналізу не перевищує десятої долі відсотка. Для аналізу беруть невелику наважку досліджуваної речовини (декілька десятих грама).

Ці терези (рис. 12) обладнані демпферним пристроєм та мають блок вмонтованого міліграмового визначення маси. Вантажопідйомність становить 200г. Аналітичні терези завжди знаходяться в скляному футлярі – вітрині з передньою стінкою, що піднімається та двома боковими дверцятами, що відкриваються.

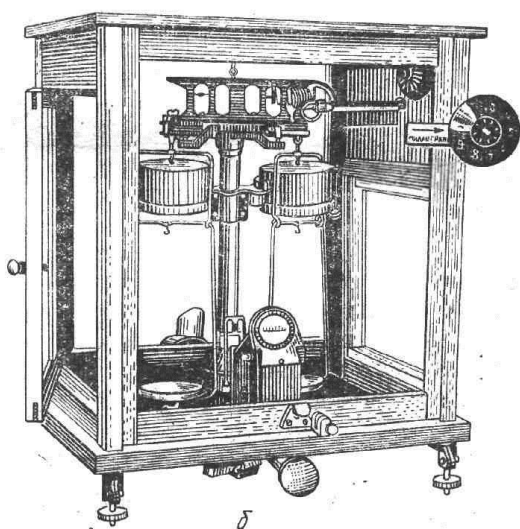


Рис. 12. Аналітичні терези

Правила зважування на терезах

1. Перед зважуванням перевіряють по виску, чи правильно стоять терези, в противному випадку за допомогою гвинтових ніжок добиваються правильної їх установки.
2. До зважування також необхідно перевірити нульову точку. Для цього ручку аретира повільно повертають вправо і дивляться чи на однакове число поділок шкали від нульової відхиляється стрілка. Якщо ж стрілка відхиляється від нуля в одну сторону більше ніж в другу, потрібно за допомогою балансувальних гвинтів добитися рівномірного коливання стрілки. Впевнившись, що терези працюють правильно можна приступати до зважування.

3. Речовини, що зважують, зручніше ставити по центру на ліву шальку терезів, гирки на праву.
4. Різні речовини зважують на годинниковому склі, в тиглях або в бюксах. Ще до зважування необхідно охолодити речовину до кімнатної температури. Не можна класти на шальки терезів перегріті або сильно охолоджені речовини (предмети).
5. Класти будь – що на шальки терезів або знімати з них можна тільки при піднятому аретирі.
6. Гирки брати лише пінцетом. Потрібно починати з більш важких. Якщо гирка була занадто важкою, її знімають та заміняють наступною за нею меншою. Якщо гирка замала, то, не знімаючи її, добавляють наступну.
7. На завершення зважування (зрівноважування шальок) вказує однакове відхилення стрілки від нульової точки шкали.
8. Коли зважування закінчено, підраховують результат спочатку по пустих гніздах у футлярі, а потім, знімаючи гирки з шальки терезів, цю цифру перевіряють.
9. По закінченні зважування нічого не залишати на шальках терезів.

Експериментальна частина

1. Дослід 1. Визначення абсолютної та відносної похибки при зважуванні речовини на аналітичних терезах.

Проведіть тричі зважування сипучої речовини, виданої викладачем, на аналітичних терезах. Визначте середнє значення маси цієї речовини, абсолютну та відносні похибки.

Лабораторна робота №2

Тема: Основні поняття та закони хімії

Мета: Визначення хімічного еквівалента елемента ваговим методом

Теоретична частина

1. Основні поняття хімії.

Хімія в основному вивчає складні об'єкти, які складаються з елементарних частинок, і які здатні до самостійного існування: атом, молекула, іон, радикал. **Речовина** складається з елементарних частинок: протонів, електронів, нейтронів та ін. елементарні частинки – це такі частинки, які не можна вважати, що вони складаються з інших частинок.

Явища, під час яких утворюються нові речовини, називаються хімічними. Явища, під час яких змінюються характеристики речовини (температура, тиск, об'єм, агрегатний стан, електропровідність), називаються фізичними. В природі найчастіше хімічні явища (утворення нової речовини) доповнюються фізичними (наприклад, підвищенням або зниженням температури), тому такі явища називаються фізико – хімічними.

Молекула – це найменша частка речовини, що здатна існувати самостійно та має всі хімічні властивості речовини. Хімічні властивості молекули визначаються її складом та хімічною будовою.

Атом – це найдрібніша хімічно неподільна частка речовини. Згідно із сучасними уявленнями про будову атома, атом - це електронейтральна система взаємодіючих елементарних часток, яка складається з ядра та електронів.

Хімічний елемент – сукупність атомів, що мають однаковий заряд ядра і характеризуються певною атомною масою. Хімічні елементи позначаються відповідними символами, які складаються з першої або двох перших літер латинської назви цього елемента. Визначення поняття атома, молекули дало змогу встановити відмінність між простою та складною речовиною (хімічною сполукою).

Проста речовина – індивідуальна речовина, молекули або кристали якої складаються з атомів одного елемента, наприклад, сірка – S, натрій – Na, водень – H₂, озон – O₃, залізо – Fe та інші.

Хімічна сполука або складна речовина – індивідуальна речовина, молекули або кристали якої складаються з атомів двох або більше елементів. Наприклад: натрій хлорид – NaCl , ферум (III) гідроксид – $\text{Fe}(\text{OH})_3$, ортофосфатна кислота – H_3PO_4 .

Маси елементів дуже малі, але сучасні методи дослідження дозволяють з високою точністю їх встановити. Так маса Гідрогену дорівнює $1,674 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$, маса Оксигену – $2,667 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$. В хімії традиційно використовують не абсолютні значення маси, а відносні. За одиницю відносної атомної маси з 1961 року прийнята атомна одиниця маси скорочено (а.о.м.), яка являє собою $1/12$ маси ізотопу карбону ^{12}C . Більшість хімічних елементів складається з атомів, які дещо відрізняються за своїми масами. Тому **відносна атомна маса (в.а.м.) хімічного елемента є величиною, що дорівнює відношенню середньої маси атомів природного ізотонічного складу елемента до $1/12$ маси атома Карбону ^{12}C .** В.а.м. елемента позначають A_r , де індекс r – це початкова літера англійського слова relative – відносний. Позначення $A_r(\text{H})$, $A_r(\text{C})$, $A_r(\text{O})$ означають відповідно в.а.м. Гідрогену, Карбону, Оксигену, наприклад

$$A_r(\text{H}) = (1,674 \cdot 10^{-27})_{\text{кг}} / (1/12 \cdot 1,993 \cdot 10^{-26})_{\text{кг}} = 1,008$$

$$A_r(\text{O}) = (1,674 \cdot 10^{-27})_{\text{кг}} / (1/12 \cdot 2,667 \cdot 10^{-26})_{\text{кг}} = 15,999$$

Відносна молекулярна маса (в.м..м.) хімічного елемента є величиною, що дорівнює відношенню середньої маси молекули природного ізотонічного складу речовини до $1/12$ маси атома Карбону ^{12}C . В.м.м. легко обчислити за формулою речовини, наприклад:

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) + 4A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1,008 + 32,06 + 4 \cdot 15,999 = 98,072$$

Поряд з одиницями маси в хімії використовують також одиницю кількості речовини – моль. **Моль – це кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць (атомів, іонів, молекул) скільки атомів міститься в $0,012 \text{ кг}$ ізотопу Карбону ^{12}C .** Знаючи масу одного атома Карбону – $1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$ можна визначити кількість атомів (N_A) в $0,012 \text{ кг}$ вуглецю:

$$N_A = \frac{0,012 \text{ кг} / \text{моль}}{1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль}$$

N_A - **число Авогадро**, або стала Авогадро.

Молярна маса – дорівнює відношенню маси речовини до кількості речовини. Її позначають літерою ***M***, а її розмірність ***г/моль***. Молярну масу речовини можна обчислити, встановивши масу молекули. Так, якщо маса молекули карбонатної кислоти дорівнює $10,3288 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$, то молярна маса:

$$M(H_2CO_3) = 10,3288 \cdot 10^{-26} (\text{кг}) \cdot 6,02 \cdot 10^{23} (1/\text{моль}) = 0,06217 \text{ кг/моль} \approx 62 \text{ г/моль}$$

2. Основні закони хімії

2.1. Закон збереження маси речовини відкритий М.В.Ломоносовим в 1848 році. Формулювання закону: ***Маса вихідних речовин дорівнює масі продуктів реакції.*** Закон збереження маси речовин є основним законом хімії. Він становить основу всіх хімічних реакцій.

2.2. Закон сталості складу відкрив французький вчений Ж. Пруст в 1797 році. Формулювання закону: ***Кожна чиста речовина має постійний якісний і кількісний склад незалежно від способів його одержання.*** Таким чином, яким би способом не одержали воду: при взаємодії водню і кисню, в реакції нейтралізації, її молекула завжди має постійний якісний та кількісний склад.

2.3. Закон кратних відношень. Цей закон відкритий у 1803 році дальтоном. Формулюється він наступним чином: ***Якщо два елементи утворюють між собою декілька хімічних сполук, то маси одного елемента, які припадають на певну масу іншого елемента відносяться між собою як невеликі цілі числа.*** Наприклад, Нітроген утворює кілька оксидів: N_2O , де на 28 ваг.ч. N припадає 16 ваг. ч. O, NO (14 ваг.ч. N і 16 ваг O), N_2O_3 (28 ваг.ч. N і 48 ваг O), NO_2 (14 ваг.ч. N і 32 ваг O), N_2O_5 (28 ваг.ч. N і 80 ваг O), або це дорівнює $0,57:1,14:1,71:2,28:2,85=1:2:3:4:5$.

Французький вчений Ж.Гей – Люссак, вивчаючи хімічні реакції між газоподібними речовинами, звернув увагу на співвідношення об'ємів реагуючих речовин та газоподібних продуктів реакції. Ним було встановлено, що 1л хлору повністю вступає в реакцію з 1л водню з утворенням 2л хлориду

гідрогену. Ці дослідні дані Гей – Люссак обґрунтував в **законі об'ємних співвідношень**: *Об'єми реагуючих газоподібних речовин співвідносяться між собою і до об'ємів утворених газоподібних речовин, як невеликі цілі числа*. Для пояснення цього закону було зроблено припущення, що в рівних об'ємах різних газів (O_2, N_2, F_2, H_2) за однакових умов міститься однакове число атомів.

2.4. Перші кількісні дослідження хімічних перетворень показали, що речовини реагують між собою в певних масових співвідношеннях. Було введено поняття «еквівалент» для характеристики масових кількостей речовин, що сполучаються одна з одною без залишку.

Хімічний еквівалент елемента – це така його масова кількість, яка сполучається з 1,008масової частки водню або з 8м.ч. кисню або заміщує ці кількості водню чи кисню в їх сполуках. Наприклад, в сполуках HCl , NH_3 еквівалент Хлору дорівнює 35,5г/моль, Нітрогену 4,37г/моль. Поняття про еквівалент поширюється не тільки на елемент, а й на складні речовини.

Закон еквівалентів: хімічні елементи і речовини реагують між собою в кількостях, пропорційних їх еквівалентам.

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_1}{E_2}$$

Еквівалент будь – якої речовини можна обчислити, знаючи її атомну або молекулярну масу. Так еквівалент простої речовини визначають, виходячи з даних про атомну масу A та валентність елемента B :

$$E = \frac{A}{B}$$

А еквівалент елемента в складній сполуці A_xB_y визначають за формулою

$$E = \frac{M}{nB},$$

де M – молекулярна маса речовини, n – кількість атомів в сполуці, B – валентність атома.

Отже, еквівалент – змінна величина і залежить від валентності елемента в сполуці. Наприклад, еквівалент сірки в H_2S та SO_2 відповідно дорівнює: $32/2=16\text{г/моль}$ та $32/4=8\text{г/моль}$.

- Для визначення молярної маси еквівалента кислоти необхідно розділити її молярну масу на основність кислоти, т.б :на кількість атомів Гідрогену. Наприклад:

$$M_e(H_3PO_4) = \frac{M(H_3PO_4)}{3}$$

- Для визначення молярної маси еквівалента основи необхідно розділити її молярну масу на кислотність основи, т.б :на кількість гідроксогруп OH^- Наприклад:

$$M_e(Ca(OH)_2) = \frac{M(Ca(OH)_2)}{2}$$

- Для визначення молярної маси еквівалента солі необхідно розділити її молярну масу на добуток числа атомів і валентність металу. Наприклад:

$$M_e(Al_2(SO_4)_3) = \frac{M(Al_2(SO_4)_3)}{2 \cdot 3}$$

2.5. Італійський вчений фізик А. Авогадро зробив дуже важливе доповнення до цієї атомістичної теорії. Він вбачав поняття про молекулу як про найменшу частинку речовини, здатну самотійно існувати. В 1811 році він висунув наступну гіпотезу: ***В рівних об'ємах різних газів при однакових умовах (тиску і температурі) міститься однакове число молекул.***

Отже, наслідки із закону Авогадро:

Перший наслідок: *За нормальних умов 1моль різних газів займає об'єм, що дорівнює 22,4л (молярний, грам-молекулярний, мольний об'єм).*

Другий наслідок: *Число молекул, що містяться в одній грам-молекулі будь-якої речовини дорівнює $6,02 \cdot 10^{23}$.*

На основі закону Авогадро та наслідків з нього визначають молекулярні маси газоподібних речовин. Відношення мас однакових об'ємів газів дорівнює відношенню їх молярних мас:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2},$$

де m_1, m_2 - маси певного об'єму першого та другого газів;

M_1, M_2 - молярні маси відповідно першого та другого газів.

Відношення мас однакових об'ємів двох різних газів називається відносною густиною першого газу за другим і позначається літерою D :

$$D = \frac{M_1}{M_2}$$

Часто густину газу визначають відносно найлегшого газу – водню, молярна маса якого приблизно дорівнює 2г/моль. В результаті обчислень молярна маса речовини в газоподібному стані дорівнює подвоєній густині за воднем:

$$M = 2D_{H_2}$$

Отже, визначення молекулярних мас за законом Авогадро зводиться до встановлення відносної густини речовини в газоподібному стані.

Молекулярну масу можна також обчислити, виходячи з рівняння стану газу:

$$\frac{p_o v_o}{T_o} = \frac{pv}{T},$$

де p_o, v_o, T_o - відповідно тиск, об'єм і температура за нормальних умов ($p_o = 101,3 \text{ кПа}, T_o = 273 \text{ К}$).

Рівняння стану газу для одного моль речовини має вигляд $pv = RT$. Якщо відома маса або кількість газу, а потрібно обчислити його об'єм, використовують рівняння Менделєєва – Клапейрона:

$$pv = \frac{m}{M} RT \text{ або } pv = nRT,$$

де n -число моль газу;

m -маса газу (г);

M -молярна маса газу (г/моль);

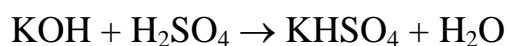
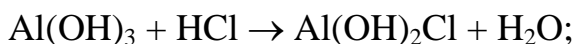
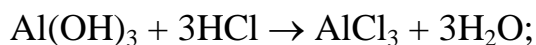
R -універсальна газова стала, $R=8,31 \text{ Дж/моль К}$.

Запитання для самоконтролю

1. Якими одиницями прийнято вимірювати атомну та молекулярну масу?
2. Що таке кількість речовини? В яких одиницях виражають цю величину?
Як кількість речовини пов'язана з іншими величинами?
3. Поясніть чим хімічний елемент відрізняється від простої речовини.
4. Чим відрізняється найпростіша формула речовини від молекулярної, та на основі яких досліджень встановлюють ці формули?
5. Чи можна відношення мас двох сполук замінити відношенням їхніх ваг?
Відповідь обґрунтуйте.
6. Які розрахунки можна виконати, знаючи формулу хімічної сполуки?
7. Що таке хімічний еквівалент? Чи завжди еквіваленти елементів та хімічних сполук є сталими величинами?
8. Як перейти від густини газу за воднем до густини газу за повітрям?

Питання для письмового виконання

1. Скільки молекул є в газі об'ємом 22,4м³ за н.у.?
2. Яка кількість оксиду купруму (II) є у 120г його маси?
3. Скільки атомів міститься в 5молях фосфору?
4. Визначте об'єм оксиду Сульфору(IV) масою 16г (н.у.).
5. Відносна густина хлору за повітрям дорівнює 2,448. Розрахуйте молярну масу хлору.
6. Обчисліть молярну масу еквіваленту $\text{Al}(\text{OH})_3$ та H_2SO_4 за рівняннями реакцій:



7. Розрахуйте еквівалент металу, якщо в його оксиді масова частка Оксигену складає 60%.

Експериментальна частина

Дослід №1. Вагове визначення молярної маси еквівалента Магнію

Суть цього способу полягає в тому, що відважену кількість металу перетворюють в нітрат, який потім за допомогою прожарювання переводять в оксид. Різниця між масою оксиду та масою металу дає масу сполученого з металом Оксисену.

Нехай візьмемо «а» грамів металу і добудемо «b» грамів оксиду. Тоді на один грам Оксисену припадає «a/b-a» грамів металу. Еквівалент металу буде дорівнювати:

$$E_{Me} = \frac{8a}{b-a}$$

Зважте з точністю до 0,01г чисту, сухий фарфоровий тигель ємністю 10мл. Покладіть в нього декілька стружок магнію і знову зважте. Різниця між першим та другим зважуванням дасть масу металічного магнію. Наважка магнію повинна бути в межах 0,05÷0,06г. Дуже обережно, невеликими порціями, уникаючи бурхливої реакції, яка може привести до втрати речовини при розбрискуванні, додайте до металу нітратну кислоту ($\rho=1,2\text{г/см}^3$) порціями. Додавання кислоти припинити тільки тоді, коли весь метал перейде в розчин.

Магній реагує з нітратною кислотою за схемою:



Добутий розчин обережно прожарте (на сухо) на газовому пальнику. Твердий залишок, що утворився, прожарте доти, доки перестане виділятися білий дим. При прожарюванні відбуваються такі реакції:



Тигель з залишком від прожарювання після невеликого охолодження на повітрі, перенесіть в ексикатор і дайте остигнути до кімнатної температури (не менше 10хв) та зважте.

Результати досліду запишіть таким чином:

m_1 - маса тигля, г;

m_2 - маса тигля з магнієм,г;

a – маса магнію, г, ($a = m_2 - m_1$);

m_3 – маса тигля з залишком після прожарювання, г;

b – маса оксиду магнію, г, ($b = m_3 - m_1$)

Урівняйте рівняння (1,2,3) методом електронного балансу.

Обчисліть теоретичну та експериментальну молярну масу еквіваленту магнію. Розрахуйте абсолютну та відносну похибки визначення.

Теоретична молярна маса еквівалента елемента визначається за формулою:

$$M_e = \frac{M_r}{B}, \text{ г/моль,}$$

де M_r - молярна маса елемента, г/моль;

B – валентність елемента

Лабораторна робота №3

Тема: *Класи неорганічних сполук*

Мета: *Ознайомитися з хімічними властивостями деяких класів неорганічних сполук*

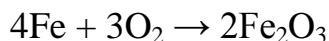
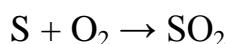
Теоретична частина

Всі неорганічні речовини поділяються на прості та складні. Прості речовини складаються з атомів одного і того ж хімічного елемента: O₂, H₂, P, S, Ni, Cu і поділяються на метали та неметали. Складні сполуки містять два і більше компонентів. За функціональними ознаками складні сполуки поділяються на оксиди, гідроксиди, солі.

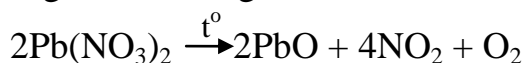
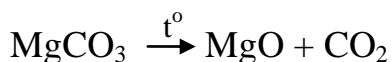
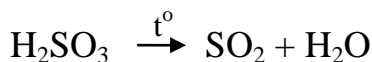
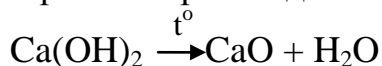
1. Оксиди – це бінарні сполуки, основним складовим елементом яких є Оксиген із ступенем окиснення -2. За хімічними властивостями оксиди поділяють на несолетворні, т.б., які не можуть утворювати солі, і солетворні. До несолетворних оксидів належать NO, CO, N₂O. До солетворних належать оксиди, які під час відповідних перетворень здатні утворювати солі. Солетворні оксиди поділяються на основні, гідрати яких є основами (Na₂O, BaO, MnO, CrO, FeO); кислотні, гідрати яких утворюють кислоти, тому їх часто називають ангідридами (N₂O₃, CO₂, CrO₃, FeO₃); амфотерні, яким відповідають амфотерні гідроксиди (ZnO, Cr₂O₃, Al₂O₃).

Способи одержання оксидів:

⊕ Окиснення елементів



⊕ термічний розклад основ, кислот, солей

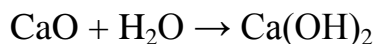


⊕ Окиснення неметалів та металів кислотами – окисниками

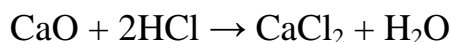
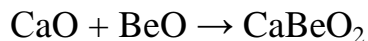
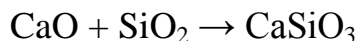


Властивості оксидів:

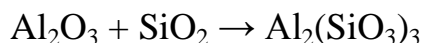
- ⊕ Взаємодія основних та кислотних оксидів з водою



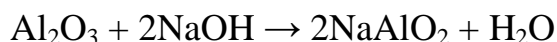
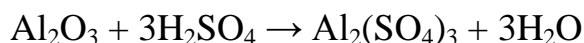
- ⊕ Взаємодія основних оксидів з кислотними та амфотерними оксидами, з кислотами



- ⊕ Взаємодія амфотерних оксидів з кислотними та основними оксидами



- ⊕ Взаємодія амфотерних оксидів з кислотами та лугами



2. Гідроксиди – це продукти прямої або непрямой взаємодії оксидів з водою. Гідроксиди поділяються на основні (основи), кислотні (кислоти) та амфотерні (амфоліти).

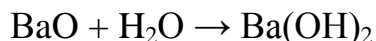
Основи – складні речовини, які складаються з катіону металу або катіону NH_4^+ та гідроксид – іону (OH^-). Загальна формула основ Me(OH)_n , де n – валентність металу.

Основи поділяються на розчинні у воді (луги) та нерозчинні. Луги: NaOH , KOH , RbOH .

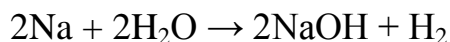
За кількістю гідроксид – іонів (OH^-) основи поділяють на однокислотні (NaOH , KOH , RbOH) та багатокислотні (Ca(OH)_2 , Fe(OH)_2 , Mn(OH)_3).

Способи одержання основ

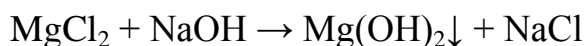
- ⊕ Взаємодія основних оксидів з водою



- ⊕ Взаємодія активних металів з водою

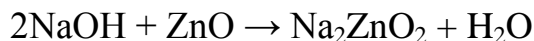
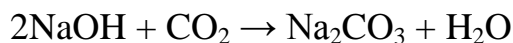


⊕ Взаємодія розчинів солей з лугами

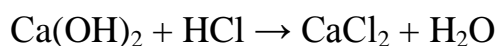


Властивості основ:

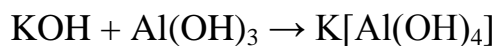
⊕ Взаємодія з кислотними та амфотерними оксидами



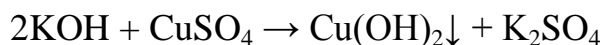
⊕ Взаємодія з кислотами



⊕ Взаємодія з амфотерними гідроксидами



⊕ Взаємодія з солями



Кислоти - це сполуки, які складаються з атомів Гідрогену та кислотного залишку.

За вмістом Оксигену кислоти поділяються на оксигеновмісні (HNO_3 , H_2SO_4) та безоксигеновмісні (HCl , HJ , H_2S , HCN).

За кількістю атомів Гідрогену кислоти поділяються на одноосновні (HCl , HNO_2 , HNO_3) та багатоосновні (H_2SO_4 , H_3PO_4).

За силою кислоти поділяють на три групи: сильні (HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 , HJ , HBr , HCl тощо), середні (H_3PO_4 , H_2SO_3 , та інші) і слабкі (H_3BO_3 , HNO_2 , H_2CO_3 , HCN , H_2S тощо).

За окиснювальною здатністю кислоти поділяються на кислоти – окисники (HNO_3 , $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$, HClO_3 , HClO_2 , HClO , $\text{HClO}_{4(\text{конц.})}$) та кислоти – неокисники ($\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{розб.})}$, $\text{HClO}_{4(\text{розб.})}$, HJ , HBr , HCl , H_3PO_4).

Систематичні назви найпоширеніших кислот:

HCl – хлоридна

HNO_3 – нітратна

HNO_2 – нітритна

H_2SO_4 – сульфатна

H_2SO_3 – сульфїтна

HPO_3 – метафосфатна

H_3PO_4 – ортофосфатна

H_3PO_3 – ортофосфітна

H_2CO_3 – карбонатна

HClO – гіпохлоритна

HClO_2 – хлоритна

HClO_3 – хлоратна

HClO_4 – перхлоратна

H_2CrO_4 – хроматна

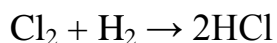
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – дихроматна

Способи одержання кислот

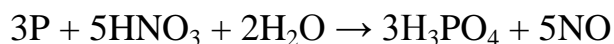
- ⊕ Взаємодія кислотного оксиду з водою



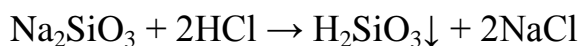
- ⊕ Взаємодія неметалу з воднем



- ⊕ Окиснення неметалів кислотами – окисниками

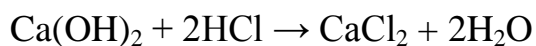
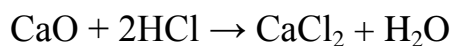


- ⊕ Взаємодія солі з кислотою

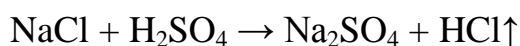


Властивості кислот:

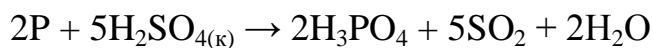
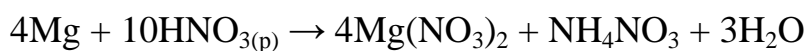
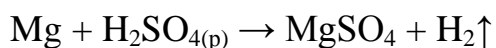
- ⊕ Взаємодія з основними оксидами, основами



- ⊕ Взаємодія з солями

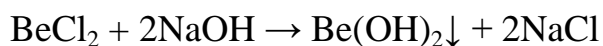


- ⊕ Взаємодія з металами та неметалами

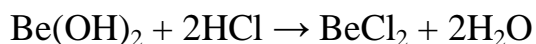


Амфотерні гідроксиди - це такі гідроксиди, які в залежності від умов здатні взаємодіяти як основи і як кислоти. Амфотерні гідроксиди відповідають

амфотерним оксидам: $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Be}(\text{OH})_2$ і є нерозчинними у воді. Одержують при взаємодії відповідної солі з розчином лугу:



Взаємодіють з кислотами і основами:

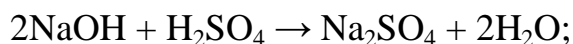


3. Солі – це продукти повного або часткового заміщення атомів Гідрогену в кислотах на атоми металів або як продукти повного або часткового заміщення гідроксид – іонів в основах на кислотні залишки. Розрізняють середні, кислі, основні, подвійні, мішані солі. Назва солей складається з назви кислотного залишку та назви металу.

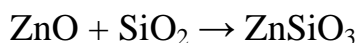
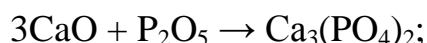
Середні солі - це продукти повного заміщення атомів Гідрогену на атоми металу в молекулах кислот (K_2SO_3 – сульфїт калію, Na_3PO_4 – ортофосфат натрію, NaCl – хлорид натрію).

Способи одержання середніх солей

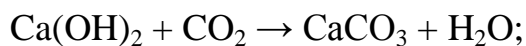
⊕ Реакцією нейтралізації



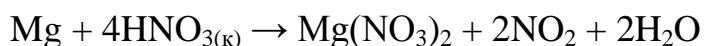
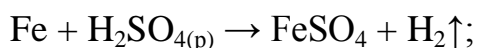
⊕ Взаємодією основних або амфотерних оксидів з кислотними оксидами



⊕ Взаємодією основ або амфотерних гідроксидів з кислотними оксидами



⊕ Взаємодією металів з кислотами

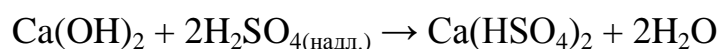


Кислі солі – це продукти неповного заміщення атомів Гідрогену в молекулах багатоосновних кислот (KHSO_3 – гідросульфїт калію, NaH_2PO_4 – дигідрофосфат натрію, Na_2HPO_4 - гідрофосфат натрію). В назвах кислих солей

вказують префікс гідро- та кількість атомів Гідрогену, що входить в кислотний залишок.

Способи одержання кислих солей

- ⊕ Дія надлишку кислоти на основу



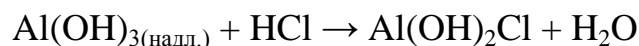
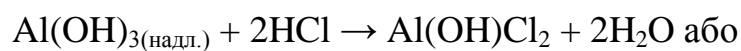
- ⊕ Дією на сіль тією ж кислотою, що утворена сіль



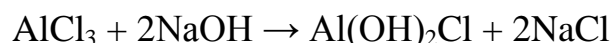
Основні солі - це продукти неповного заміщення гідроксид-іонів в багатокислотних основах або в амфотерних гідроксидах на кислотні залишки ($\text{Al(OH)}_2\text{Cl}$ – дигідроксохлорид алюмінію, $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ – гідроксосульфат купруму). В назвах основних солей вказують префікс гідроксо- та кількість гідроксо-іонів, що залишилися в залишку основи або амфотерного гідроксиду.

Способи одержання основних солей

- ⊕ Взаємодія кислоти з основою або амфотерним гідроксидом, що є в надлишку



- ⊕ Дія недостатньої кількості основи на сіль



Подвійні солі – це продукти заміщення атомів Гідрогену в молекулах кислот на атоми двох металів ($\text{KAl(SO}_4)_2$ – сульфат калію алюмінію, NaKSO_4 - сульфат натрію калію)

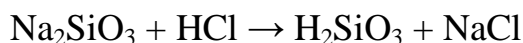
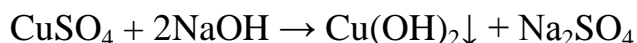
Способи одержання подвійних солей

- ⊕ Взаємодія двох основ з кислотою

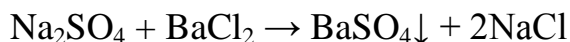


Властивості середніх солей:

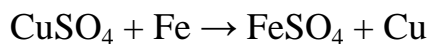
- ⊕ Взаємодія з основами, кислотами



- ⊕ Взаємодія з солями



⊕ Взаємодія солі менш активного металу з більш активним металом

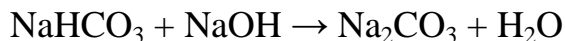


Властивості кислих солей:

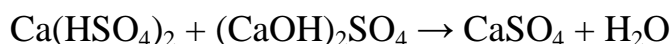
⊕ При нагріванні здатні розкладатися з утворенням середніх солей



⊕ Взаємодія з основами



⊕ Взаємодія з основними солями

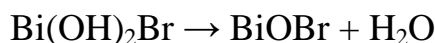


Властивості основних солей:

⊕ Взаємодія з кислотами



⊕ Утворення оксосолей при нагріванні



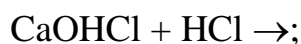
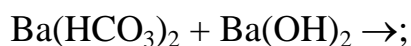
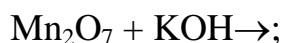
Запитання для самоконтролю

1. Як поділяють кислоти за їх окислювальною здатністю, за складом та за силою?
2. Доведіть, що кислі солі виявляють деякі властивості кислот, а основні солі – деякі властивості основ.
3. Перелічіть способи добування подвійних та змішаних солей.
4. Напишіть рівняння реакцій десяти способів добування CuSO_4 .

Письмове домашнє завдання

1. Наведіть графічні формули та назвіть такі сполуки: Al_2O_3 , N_2O_3 , SiO_2 . Якими способами можна добути кожен з цих сполук?
2. Напишіть формули оксидів, що відповідають сполукам: $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_2CrO_4 , HClO , HNO_3 , H_3BO_3 .

3. Які з наведених речовин реагують з хлоридною кислотою а які з гідроксидом натрію: BaO, Al(OH)₃, H₃PO₄, NaHCO₃? Напишіть рівняння відповідних реакцій.
4. За допомогою реакцій здійсніть перетворення:
 $S \rightarrow SO_2 \rightarrow Na_2SO_3 \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow PbSO_4$.
5. Які з наведених гідроксидів є амфотерними: Mg(OH)₂, CsOH, Mn(OH)₄, Pb(OH)₂, Co(OH)₂, Cr(OH)₃? Добудьте один із них та опишіть реакціями його властивості.
6. Допишіть рівняння реакцій, підберіть коефіцієнти, назвіть одержані речовини:



* - в молекулярному та іонному вигляді

Експериментальна частина

Дослід 1. Одержання та властивості оксидів.

- 1.1 За рахунок взаємодії розчину сульфату купруму з розчином лугу одержують в пробірці блакитний осад гідроксиду купруму (II). Обережно нагрівають осад, спостерігають зміну кольору. Записують відповідні рівняння реакцій.
- 1.2 Кусочок крейди, затиснутий в щипцях, прожарюйте на протязі 5÷6 хв. у верхній ділянці пальника. Обережно занурюють прожарений кусочок в пробірку з водою, в яку добавлено декілька крапель фенолфталеїну. Записують спостереження та відповідні рівняння реакцій.

1.3 Вносять по одному мікрошпателю оксиду цинку у дві чисті пробірки. В одну додають кислоти, а в другу – такий самий об'єм концентрованого лугу. Енергійно збовтують вміст обох пробірок. Записують спостереження та висновки.

Дослід 2. Одержання та властивості гідроксидів.

В одну пробірку наливають розчин хлориду кальцію, в другу - хлориду хрому (III), в третю - метасилікат натрію. По краплях в першу та другу пробірки додають розчин лугу, в третю пробірку – розчин хлоридної кислоти до утворення осадів. Відмічають забарвлення розчинів та осадів.

Проводять поділ кожний осаду на дві частини. До першої частини кожного з осадів додають кислоти, а в другу – лугу. Відмічають розчинність осадів. Який з них розчиняється як в лузі так і в кислоті? Зробіть відповідні висновки.

Дослід 3. Одержання та властивості солей.

3.1. **Середніх.** В двох пробірках досліджують дію розчинів сульфату натрію на хлорид барію та хлориду кальцію на карбонат натрію. Записують спостереження та відповідні рівняння реакцій у молекулярному та іонному вигляді.

3.2. **Кислих.** Вносять в пробірку невелику кількість насиченого розчину гідроксиду кальцію, додають по краплях розбавлений розчин ортофосфорної кислоти. Спостерігають утворення осаду та його колір. Діють на осад надлишком кислоти до його зникнення. Запишіть відповідні рівняння реакцій, враховуючи що була одержана кисла сіль – дигідрофосфат кальцію.

3.3. **Основних.** До розчину сульфату кобальту (II) додають по краплях розчин гідроксиду натрію. Спостерігають утворення осаду та його колір. Осад розділяють навпіл. До однієї частини додають розчин лугу доти доки колір осаду не зміниться, а до другої – розчин сульфатної кислоти до зникнення осаду. Як змінився колір осаду? Якого кольору набув розчин? Записують відповідні рівняння реакцій та роблять висновки.

Лабораторна робота №4

Тема: *Періодичний закон і періодична система Д.І.Менделєєва. Будова атома. Хімічний зв'язок. Будова молекули.*

Мета: *Систематизувати знання про основні поняття та положення атомно – молекулярної теорії, навчитися складати молекулярні, електронні, структурні та графічні формули неорганічних сполук.*

Теоретична частина

1. **Формулювання періодичного закону та структура періодичної системи.** Основою для вивчення властивостей хімічних елементів та їх сполук є відкритий у 1869 році Д.І.Менделєєвим періодичний закон та створена ним періодична система елементів.

Відомі на той час 63 елементи **Д.І. Менделєєв** розташував згідно зі зростанням їх атомних мас і сформулював **періодичний закон**: *властивості хімічних елементів, а також властивості утворених ними речовин перебувають у періодичній залежності від величини атомних мас хімічних елементів.*

Сучасне формулювання періодичного закону Д.І.Менделєєва: *властивості хімічних елементів, а також форми та властивості сполук перебувають у періодичній залежності від величини заряду ядра їх атомів, тобто від порядкового номера хімічного елемента в періодичній системі.*

Періодична система Д.І.Менделєєва – це графічне відображення періодичного закону, що складається з періодів та груп.

Структура періодичної системи

Період – горизонтальний ряд хімічних елементів, розміщений за зростанням порядкового номера, який починається з лужного металу і закінчується інертним газом. Є сім періодів. Перші три малі, тому що складаються з одного ряду, і IV – VI, – великі, складаються з двох рядів, сьомий період незавершений.

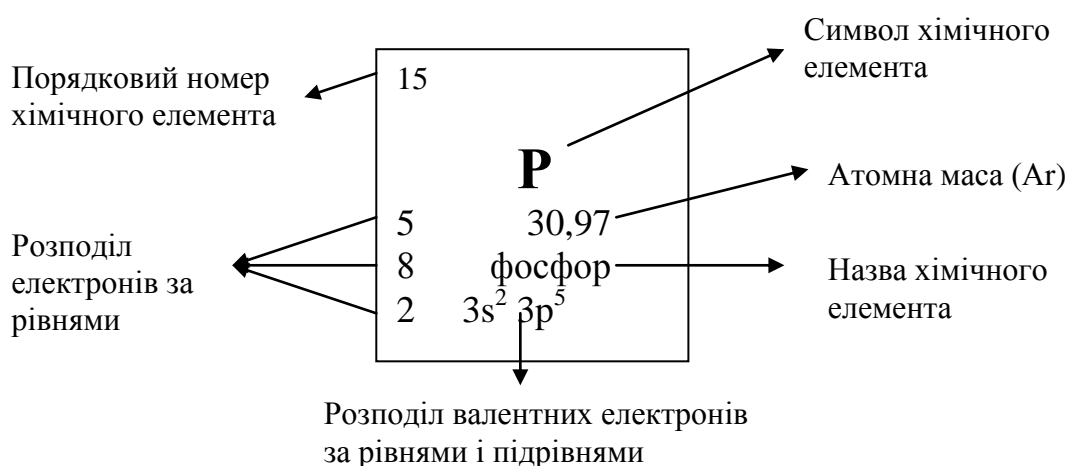
Група – вертикальний стовпчик хімічних елементів з подібними хімічними властивостями та однаковою вищою валентністю, що дорівнює номеру групи (крім I, VIII груп побічних підгруп).

Група поділяється на **підгрупи**: головну та побічну (два стовпчики).

Головна підгрупа складається з хімічних елементів малих і великих періодів, тобто стовпчик починається з самого верху.

Побічна підгрупа складається з хімічних елементів лише великих періодів (тобто стовпчик починається нижче, ніж головна підгрупа).

Властивості елементів головних і побічних підгруп однієї групи відрізняються. Кожен хімічний елемент займає клітинку періодичної системи і про нього можна отримати наступну інформацію:



2. Будова атома. Глибокий фізичний зміст періодичного закону підтвердило вивчення будови атома.

В 1911 році Е.Резерфорд вивчав проходження α -частинок через золоту фольгу і запропонував планетарну (ядерну) модель атома: в центрі маленьке позитивне ядро, а навколо обертаються електрони (як планети навколо Сонця).

В цілому атом – електронейтральний.

Табл. 1. Характеристика складових частин атома.

Назва	Символ	Маса	Заряд	Кількість в атомі
I. Електронна оболонка атома				

Електрон	e	1/1840	-1	z- порядковий номер елемента, e розміщуються на різних відстанях від ядра – рівнях
II. Склад ядра				
Протон	${}^1_1\text{p}$	1	+1	z
Нейтрон	${}^1_0\text{n}$	1	0	$A - z$ (A – атомна маса хімічного елемента)

Ядро визначає індивідуальність хімічного елемента, а електронна оболонка – його хімічні властивості.

Розмір ядра $10^{-14} - 10^{-15}$ м, розмір атома 10^{-10} м.

Сучасні уявлення про будову атома

Найбільш вдало електронну будову атома можна описати на основі законів і засобів квантової (хвильової) механіки.

Головна ідея квантової механіки стосовно електрона – це його **корпускулярно-хвильова двоїстість**, тобто електрон – це матеріальна частинка, що має хвильовий характер руху. Математично це відображає рівняння де Бройля:

$$\lambda = h/m \cdot v$$

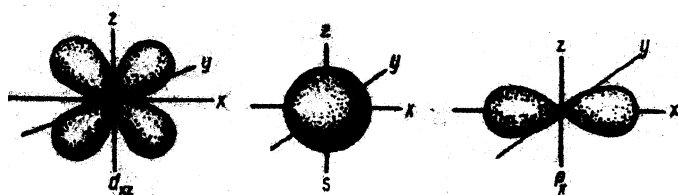
Частинці з масою m , що рухається зі швидкістю v відповідає довжина хвилі λ ; h – стала Планка. В 1913 році Н.Бор, ґрунтуючись на положенні квантової теорії Планка, сформулював положення своєї теорії (**постулати Бора**):

- Електрони обертаються навколо ядра по певних колових орбітах, які називають стаціонарними.
- На стаціонарній орбіті електрон не випромінює і не поглинає енергію.
- Випромінювання (поглинання) енергії відбувається під час переходу з однієї стаціонарної орбіти на іншу.

Енергія, яка виділяється (поглинається): $\Delta E = h \cdot \nu = E_2 - E_1$, де ν – частота випромінювання.

В 1925р. В. Гейзенберг запропонував принцип невизначеності, згідно з яким не можна одночасно встановити місцезнаходження електрона в просторі і його швидкість. Тому електрон можна уявити у вигляді хмарки негативно зарядженої матерії. Частина простору навколо ядра, де ймовірність знаходження електрона максимальна, називають **електронною орбіталлю**.

Електронна орбіталь може мати різну форму:



Схематично орбіталь позначають, як комірку, ☐

3. Квантові числа. Правила заповнення електронами атомів. В 1925 році Е.Шредінгер запропонував диференціальне рівняння, що описує стан електрона в атомі, тобто математичний опис орбіталі. Розв'язок цього рівняння можливий при певних значеннях координат електрона відносно ядра, які називають **квантовими числами (n, l, m)**.

Числові значення та фізичний зміст квантових чисел

Сукупність електронних орбіталей, що належать одному енергетичному рівню, утворює електронний шар, якому відповідає **головне квантове число n**. n показує запас енергії електрона на рівні, віддаленість електрона від ядра. Набуває числові значення: $n = 1, 2, 3, 4, \dots, \infty$.

Рівень складається з **підрівнів**.

Кількість підрівнів дорівнює номеру рівня.

Підрівень має числове значення **побічного орбітального числа l**. Побічне (орбітальне, азимутальне квантове число) **l** показує запас електрона на підрівні та форму електронної хмари. Числові значення $l = 0, 1, 2, 3, 4, \dots, (n-1)$. $l = 0$ – (s – підрівень), $l = 1$ (p – підрівень), $l = 2$ (d – підрівень), $l = 3$ (f – підрівень). $n = 3, l = 0, 1, 2$, тобто s, p, d, тобто на третьому рівні є три підрівні.

Кожен підрівень з квантовим числом l містить $(2l + 1)$ електронних орбіталей, що мають кожна своє значення **магнітного квантового числа (m)**. Магнітне квантове число (m) визначає орієнтацію електронних орбіталей у просторі на даному підрівні.

Числові значення: $m = -l \dots 0 \dots +l$.

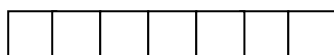
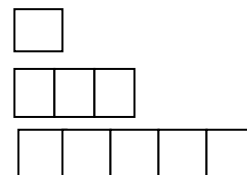
$l = 0, m = 0$ (на s підрівні одна орбіталь) .

$l = 1, m = -1, 0, +1$ (на p підрівні 3 орбіталі)

p_x, p_y, p_z .

$l = 2, m = -2, -1, 0, +1, +2$ (на d підрівні 5 орбіталей).

$l = 3, m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ (на одному підрівні 7 орбіталей)



Крім того, кожен електрон має числове значення спінового квантового числа s . Спінове квантове число s – характеризує його власний магнітний момент (спін). Числові значення спінового квантового числа $s = +1/2, -1/2$. Графічне зображення спіна - стрілка \downarrow .

Правила заповнення орбіталей електронами

1. Черговість заповнення – **принципи найменшої енергії**.

За **правилом Клечковського** зі збільшенням порядкового номера атома заповнення електронних орбіталей відбувається від орбіталей з меншою сумою $(n+l)$ до орбіталей з більшою сумою $(n+l)$, а за однакових значень $(n+l)$ заповнюється спочатку орбіталі з меншим значенням n . Сума $n+l$ характеризує загальну енергію електрона на орбіталі.

2. **Принцип Паулі**: в атомі не може бути навіть двох електронів із чотирма однаковими квантовими числами.

Згідно з принципом Паулі на кожній орбіталі (тобто в комірці) не може перебувати більше, ніж два електрони з протилежними спінами.

 - вакантна орбіталь,

 - спарені електрони,

 - неспарений електрон.

Максимальна кількість електронів на підрівнях: $s^2 p^6 d^{10} f^{14}$.

3. **Правило Гунда:** розподіл електронів у межах одного підрівня відбувається таким чином, що значення сумарного спіна максимальне.

Тобто електрони займають найбільше число комірок з однаковим спіном, а потім добудовують підрівень електрони з протилежним спіном. Знаючи порядок заповнення рівнів та підрівнів атома електронами, записують електронні формули хімічних елементів.

Порядок написання електронних формул:

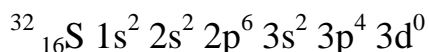
$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow 5d^1 \rightarrow$
 $4f^{1-14} \rightarrow 5d^{2-10} \rightarrow 6p \rightarrow \dots$

Зв'язок електронної формули хімічного елемента з його положенням у періодичній системі (ПС):

1. Загальна кількість електронів на всіх рівнях і підрівнях дорівнює порядковому номеру його в ПС.
2. В одному періоді знаходяться хімічні елементи, в яких однакове число енергетичних рівнів. Номер періоду вказує на номер останнього рівня (фізичний зміст номера періоду).
3. У елементів однієї групи однакове число валентних електронів, що дорівнює номеру групи (фізичний зміст номера групи).
4. **Валентні електрони** хімічних елементів однієї групи однакові за кількістю, але різні за способом розміщення (конфігурацією) (фізичний зміст поділу групи на підгрупи). **Валентні електрони** в елементів головних підгруп знаходяться на останньому рівні, а в елементів побічних підгруп – на останньому s- і d-підрівні передостаннього рівня.
5. Властивості хімічних елементів у ПС повторюються періодично, тому що періодично повторюється конфігурація їх валентних електронів при різних значеннях головного квантового числа n.
6. Електронна схема розміщення валентних електронів у комірках дозволяє визначити ковалентність атома, тобто кількість неспарених електронів,

здатних утворювати хімічні зв'язки в нормальному та збудженому стані атома.

Наприклад: електронна формула атома сульфуру:



Валентні електрони $3s^2 3p^4$ розміщуємо в комірки

			Незбуджений стан атома
			I-ий збуджений стан
			II-ий збуджений стан
3s	3p	3d	

Збуджений стан атома виникає за рахунок переходу спарених електронів у вакантну комірку – в межах одного рівня. \updownarrow

4. Розподіл хімічних елементів на родини:

s – елементи (I, II група головні підгрупи) характеризуються заповненням останнього електрона на S-підрівень.

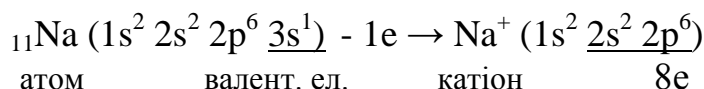
p – елементи (III, VIII групи головні підгрупи) характеризуються заповненням p-підрівня останнім електроном.

d – елементи (всі елементи побічних підгруп) характеризуються заповненням в останню чергу електронами d-підрівня передостаннього рівня.

f – елементи (актиноїди та лантаноїди) характеризуються заповненням електронами 4 f та 5 f підрівнів.

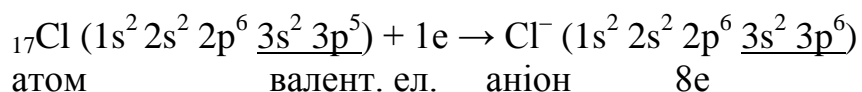
Металічні властивості проявляють хімічні елементи, в яких на останньому рівні, як правило, 1, 2, 3 електрона.

Металічні властивості – це здатність атома віддавати валентні електрони і набувати конфігурації інертного газу, тобто мати завершений восьмий електронний зовнішній рівень. Позитивно заряджену частинку називають - катіоном.



Неметали – це хімічні елементи, в яких на останньому рівні чотири і більше електронів.

Неметалічні властивості – це здатність приєднувати електрони до заповнення зовнішнього рівня до конфігурації інертного газу, тобто до 8-ми електронів, з утворенням негативно зарядженої частинки – аніону.



У сполуках з водородом та металами неметали проявляють **нижчу валентність**, яка дорівнює кількості електронів, що може прийняти атом неметала до завершення рівня.

Нижча валентність = № групи – 8.

Зміна металічних та неметалічних властивостей хімічних елементів у групах і періодах ПС (див. табл.2)

Радіус атома – це теоретично розрахована відстань від ядра до максимуму електронної густини зовнішньої (останньої) орбіталі.

У періоді (→) зі збільшенням порядкового номера збільшується кількість валентних електронів і заряд ядра, зменшується радіус атома за рахунок посилення притягання електрона до ядра, що призводить до зменшення металічних властивостей і збільшення неметалічних властивостей хімічних елементів.

У групі (↓) в головних підгрупах зі зростанням порядкового номера хімічного елемента збільшується число електронних рівнів, тобто радіус атома, послаблюється притягання валентних електронів до ядра, тобто зростає здатність віддавати е, зростають металічні властивості й зменшуються неметалічні.

У побічних підгрупах навпаки – металічні властивості зменшуються, а неметалічні зростають за рахунок d - і f- стискання радіуса атома.

Заміна властивостей сполук у періоді

Вищі оксиди хімічних елементів одного періоду змінюють свої властивості від основних через амфотерні до кислотних.

III період Na_2O , MgO (основні), Al_2O_3 (амфотерний), SiO_2 , P_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_7 (кислотні).

Хімічна активність основ хімічних елементів одного періоду зменшується зі зростанням порядкового номера.

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ менш активна, ніж KOH , і більш активна основа, ніж $\text{Cu}(\text{OH})_2$ та $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

Таблиця 2. Характеристика хімічних елементів за електронною формулою

Елемент	Положення в ПС	Електронна формула	Будова атома	Родина	Властивості елемента	Вища валентність	Нижча	Формули сполук в вищій валентності	Формули сполук в нижчій
$^{24}_{12}\text{Mg}$	II - група головна підгрупа III період	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ вал. е. $3s^2$	$e = 12$ $^1_1\text{P} = 12$ $^1_{10}\text{n} = 12$	s елемент	метал ($3s^2$)	2	-	MgO основний оксид $\text{Mg}(\text{OH})_2$ основа	
$^{31}_{15}\text{P}$	V група – головна підгрупа III період	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^3$ вал. е. $3s^2$ $3p^3$	$e = 15$ $^1_1\text{P} = 15$ $^1_{10}\text{n} = 16$	p елемент	неметал ($3s^2 3p^3$)	5	3	P_2O_5 кислотний оксид $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$ фосфатна кислота	PH_3 Ca_3P_2
$^{51}_{23}\text{V}$	V група – побічна підгрупа IV - період	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $3d^3$ $4s^2$ вал. е. $3d^3$ $4s^2$	$e = 23$ $^1_1\text{P} = 23$ $^1_{10}\text{n} = 23$ $= 51 - 28 = 23$	d елемент	метал ($4s^2$)	5	-	V_2O_5 кислотний оксид $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HVO}_3$ ванадатна кислота	

5. Атомне ядро.

Згідно протонно – нейтронній теорії (автори: радянські вчені Д.Д. Іваненко та Є.М. Гапон, німецький вчений В. Гейзенберг) атомне ядро складається з протонів та нейтронів. Заряд ядра визначається кількістю протонів, що втримуються в ядрі. Протони і нейтрони називають **нуклонами**. Атом із певним числом протонів і нейтронів називають **нуклідом**. Гідроген має три нукліди. Число нуклонів в ядрі дорівнює A_r (атомній масі), заокруглений до цілого числа. Сума кількості протонів і нейтронів називається **масовим числом ядра**. Масове число записують зліва зверху біля символу елемента. Атоми різних хімічних елементів мають спільні ознаки, а атоми одного і того ж хімічного елементу можуть відрізнятися.

Атоми, що мають однакову кількість протонів, але різні масові числа, називаються **ізотопами**: Протій ${}^1_1\text{H}$ (1p, 0n), Дейтерій ${}^2_1\text{H}$ (1p, 1n), Тритій ${}^3_1\text{H}$ (1p, 2n). Ізотопи є стабільні та радіоактивні.

Атоми, що мають однакову кількість нейтронів, але різну кількість протонів, називаються **ізотонами**. Наприклад, ${}^{136}_{54}\text{Xe}$ (54p, 82n), ${}^{138}_{56}\text{Ba}$ (56p, 82n). Це різні види атомів, мають різні хімічні властивості.

Атоми, що мають різні хімічні властивості і різну кількість протонів і нейтронів, але однакове масове число, називаються **ізобарами**. Наприклад, ${}^{40}_{18}\text{Ar}$ (18p, 22n), ${}^{40}_{19}\text{K}$ (19p, 21n), ${}^{40}_{20}\text{Ca}$ (20p, 20n)

6. Енергетичні характеристики атомів

Енергія іонізації – це енергія, яку потрібно затратити для відщеплення електрона від атома з перетворенням його в позитивно заряджений іон (катіон). Мінімальну енергію, необхідну для цього, називають **потенціалом іонізації**. Енергія іонізації виражається в кДж/моль або електронвольтах на атом (eV/атом).

Чим менший потенціал іонізації, тим сильніші його металічні властивості.

Спорідненість до електрона – це енергія, що виділяється при приєднанні електрона до нейтрального атома з утворенням негативно зарядженого іона (аніона). Одиниці вимірювання eV/атом.

Спорідненість до електрона тим більша, чим сильніші неметалічні властивості атома. Л.Полінг для характеристики атома утримувати електрони запропонував величину яку назвав **електронегативністю (ЕН)** - чисельно – це півсума енергій іонізації та спорідненості до електрона. Найбільш електронегативний елемент флуор. $ЕН(F) = 4,0$.

Таблиця 3

Зміна енергетичних характеристик елементів

Назва характеристики	Зміна в періоді	Зміна в головних підгрупах
Енергія іонізації	Зростає зліва направо	Зменшується зверху вниз
Спорідненість до електрона	Зростає зліва направо	Зменшується зверху вниз
Електронегативність	Зростає зліва направо	Зменшується зверху вниз

Причини змін енергетичних характеристик такі ж, як для змін металічних та неметалічних властивостей у групах і періодах.

7. Хімічний зв'язок

Хімічний зв'язок – це сукупність сил, що діють між атомами і забезпечують сполучення їх у молекулу або кристал.

Природа хімічного зв'язку

1. Сучасна наука розглядає утворення зв'язку як процес, внаслідок якого енергія системи, електронів і ядер атомів, що взаємодіють, зменшується тому, що електрони одночасно притягаються в молекулі до двох ядер. Усі типи хімічних зв'язків мають електронну природу.
2. Хімічний зв'язок зумовлений прагненням до утворення атомами енергетично найстійкіших електронних систем – завершених восьми електронних зовнішніх рівнів (правило октету). Енергію, яка виділяється в процесі утворення зв'язку, називають **енергією зв'язку**. $E = 100-800$ кДж/моль. **Довжина зв'язку** – це відстань між ядрами атомів, що утворюють зв'язок. $l = 10^{-9}-10^{-12}$ м

Характеристика ковалентного зв'язку

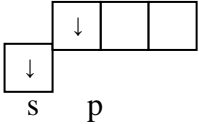
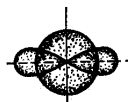
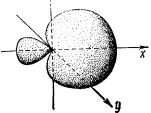
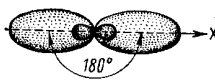
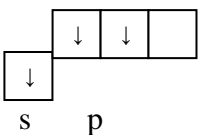

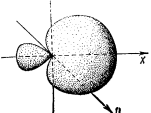
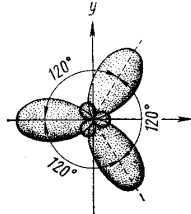
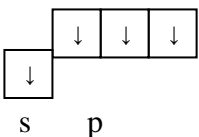
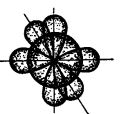
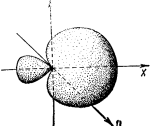
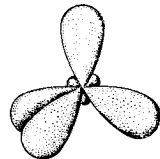
1. Зв'язок між двома атомами напрямленої вздовж прямої, що сполучає їх ядра, називають сігма-зв'язок. (**σ – зв'язок**).
2. Зв'язок між двома атомами, що виникає при перекриванні р - електронних хмар, орієнтованих перпендикулярно до осі σ – зв'язку, називають **π – зв'язок**.
3. **Кратність зв'язку** – це число спільних електронних пар, які зв'язують атоми.
4. **Полярність зв'язку** – це зміщення спільної електронної пари до більш електронегативного елемента, на атомі у якого виникає частковий негативний заряд ($+\delta$). Наприклад: $^{+\delta}\text{H}:\text{Cl}^{-\delta}$. Величина полярності молекули – це векторна сума дипольних моментів усіх зв'язків. Дипольний момент (μ) зв'язку визначають за формулою $\mu = e \cdot l$, де e – заряд електрона, l – довжина зв'язку. $\sum \mu = 0$ – молекула неполярна, $\sum \mu \neq 0$ – молекула полярна і називають її диполь.
5. **Направленість зв'язку** визначають валентним кутом між лініями зв'язку атомів у молекулі. Довжина зв'язку і валентні кути дозволяють визначити геометричну форму молекули.

Види геометричної форми молекули:

1. лінійна (HCl , BeCl_2 , Na_2CO_3).
2. кутова (H_2O , H_2S).
3. трикутна (SO_2 , BF_3).
4. трикутна піраміда (NH_3).
5. тетраедр (CH_4).

Гібридизація електронних хмарин проходить, якщо зв'язки утворюються за рахунок електронів, що перебувають на різних підрівнях. У цьому випадку вихідні форми електронних хмар взаємно змінюються і утворюється хмара нової форми, але кількість хмар дорівнює кількості валентних електронів.

Таблиця 4. Основні види гібридизації

Типи гібридизації	Розміщення електронів в комірках підрівнів	Форма не гібризованих орбіталей	Форма гібризованої орбіталі	Кількість орбіталей	Валентний кут між орбіталями	Розміщення в просторі гібризованих орбіталей	Геометрична будова молекули	Приклади молекул
sp				2	180°		лінійна	C_2H_2 $BeCl_2$
sp^2				3	120°		трикутна	C_2H_4 BF_3
sp^3				4	109°		тетраedr	CH_4 , NH_4^+

Насиченість зв'язку зумовлена тим, що атом утворює з іншими атомами обмежене число зв'язків залежно від кількості неспарених електронів.

Будова твердого тіла

Тверді тіла бувають аморфні, що не мають кристалічної ґратки, і кристалічні. Кристалічна будова характеризується певною орієнтацією частинок у вигляді кристала (багатогранника).

Залежно від природи частинок, розміщених у вузлах кристалічної ґратки, розрізняють **іонні, атомні, молекулярні й металічні ґратки**.

Таблиця 5. Властивості твердих речовин із різними кристалічними ґратками

Тип ґратки	Речовина	Складові	Тип хімічного зв'язку	Температури плавлення і кипіння	Леткість	Металічні властивості	Електрична провідність	Розчинність	
								У воді	У неполяризovaných розчинниках
Молекулярний	Фенол C_6H_5OH H_2O Сухий лід CO_2 йод	Молекули полярні Молекули неполярні	Ковалентний між атомами в молекулах і Ван-дер-Ваальсові сили або водневий зв'язок між молекулами	Невеликі	Леткі	М'які	Діелектрики	Розчинні	Нерозчинні
Атомний	Алмаз Діоксид кремнію Карбід кремнію	Атоми	Ковалентний	Великі	Нелеткі	Тверді	Діелектрики або напівпровідники	Нерозчинні	Розчинні
Іонний	Хлорид натрію Гідроксид калію Нітрат натрію	Йони (катіони аніони)	Іонний	Великі	Нелеткі	Тверді, крихкі	Діелектрики у водних розчинах і розплавах, провідники	Розчинні	Нерозчинні
Металічний	Натрій Залізо Сплави	Катіони вільні електрони і	Металічний	Різні	Нелеткі, крім ртуті	Тверді, пластичні, ковкі	Провідники	Нерозчинні	-

Запитання для самоконтролю

1. Періодичний закон (за Менделєєвим і сучасне формування), будова періодичної системи.

2. Будова атома і ядра. Ізотопи. Ядерні реакції.
3. Сучасне уявлення про будову атома (рівняння де Бройля, постулати Бора, принципи невизначеності, квантові числа).
4. Електронні формули та правила заповнення орбіталей електронами (принцип Паулі, правило Клечковського, правило Гунда).
5. Зв'язок електронної будови атома з положенням його в періодичній системі.
6. Характеристика хімічних елементів за електронною формулою.
7. Причини зміни металічних, неметалічних властивостей, енергії іонізації, спорідненості до електрона, електронегативності в групі та періоді.
8. Причини утворення хімічних зв'язків та характеристика типів з прикладами.
9. Характеристика ковалентного зв'язку.
10. Будова твердого тіла. Властивості твердих тіл залежно від типу кристалічної ґратки.

Письмове домашнє завдання

1. Напишіть електронні формули хімічних елементів $^{35}_{17}\text{Cl}$, $^{55}_{25}\text{Mn}$ і дайте їм повну характеристику з поясненням (табл.1).
2. Вкажіть вищу і нижчу валентність Si, N, S, J і напишіть їх сполуки у вищій і нижчій валентності.
3. Який енергетичний підрівень починає заповнюватися після завершення 4p-енергетичного підрівня? Пояснення дати за правилами Клечковського.
4. Ядро атома містить 45 нейтронів, а електронна оболонка атома – 34 електрони. Який це елемент? Чому дорівнює заряд ядра атома?
5. Які з наступних сполук є іонними, а які ковалентними: H_2 , KCl , NH_3 , CaBr_2 , CH_4 , N_2 ? Чому? За допомогою електронних формул, квантових комірок та відповідних схем покажіть утворення молекул: NH_3 , CaBr_2 , N_2 . Які (σ , π) зв'язки існують в молекулі азоту?
6. Утворіть молекули H_2S , SiCl_4 на основі електронних формул атомів, що їх утворюють. Вкажіть їх геометричні форми і тип гібридизації, якщо є.

7. Яким чином змінюється полярність зв'язків в ряді молекул: H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te ? Чому? В якій з цих молекул зв'язки є практично неполярними? Чому?
8. Які кристалічні ґратки мають тверді речовини CaF_2 , Si , I_2 , Fe ?

Експериментальна частина

Дослід 1. Властивості оксидів хімічних елементів одного періоду

У дві пробірки насипаємо по 1г MnO , в інші дві пробірки – по одному граму Al_2O_3 , в останні дві пробірки – по 1г P_2O_5 . До кожного оксиду в одну пробірку доливаємо хлоридної кислоти (HCl), а в другу – концентрованого розчину лугу.

Спостерігаємо розчинення оксидів у випадку проходження реакцій. На основі виконаних дослідів записуємо рівняння реакції і роблять висновок про кислотно-основні властивості оксидів.

Дослід 2. Відносна активність галогенів (Cl_2 , Br_2 , I_2)

У пробірку наливаємо 2 мл KI і додаємо бромну воду (Br_2). Спостерігаємо виділення I_2 . У другу пробірку наливаємо 2 мл NaBr і додаємо хлорну воду (Cl_2). Спостерігаємо виділення Br_2 .

У дві пробірки наливаємо по 2 мл NaCl в одну додаємо бромну воду в іншу – розчин йоду. Виділення газу хлору (Cl_2) не спостерігаємо.

На основі проведених дослідів зробіть висновок про зміну неметалічних властивостей у групі.

ЛІТЕРАТУРА

1. Базелюк І. І. та ін. Довідкові матеріали з хімії . – К.: Ірпінь : ВТФ „Перун”, 1998.- 100 с.
2. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. Практикум. Навчальний посібник для студентів вищих педагогічних навчальних закладів. - К.: Либідь, 2003.-208с.
3. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. Підручник для студентів вищих навчальних закладів. - К.: Ірпінь : ВТФ „Перун”,1998.-480 с.
4. Слободяник М.С., Улько Н.В., Бойко К.М., Самойленко В.М. Загальна та неорганічна хімія. Практикум. Навчальний посібник для студентів хімічних і нехімічних спеціальностей вищих навчальних закладів. - К.: Либідь, 2004.-334с.
5. Рейтер Л. І., Степаненко О. М., Басов В. П. Теоретичні розділи загальної хімії. Підручник .- К.: Каравела ,2006.- 304 с.
6. Левітин Є.Я., Бризицька А.М., Ключєва Р.Г. Загальна та неорганічна хімія. Підручник. Вінниця: НОВА КНИГА, 2003.- 468 с.
7. Басов В. П., Родіонов В. М. Хімія. – К.: Каравела, 2005. –
8. Мороз А. С., Луцевич Д. Д., Яворська Л. П. Медична хімія. - Вінниця: НОВА КНИГА, 2006. - 776 с.
9. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия . – М., 1981. - 639 с.